

In the name of Allah, the Most Gracious, the Most Merciful



Copyright disclaimer

"La faculté" is a website that collects medical documents written by Algerian assistant professors, professors or any other health practicals and teachers from the same field.

Some articles are subject to the author's copyrights.

Our team does not own copyrights for the most content we publish.

"La faculté" team tries to get a permission to publish any content; however, we are not able to be in contact with all authors.

If you are the author or copyrights owner of any kind of content on our website, please contact us on: facadm16@gmail.com to settle the situation.

All users must know that "La faculté" team cannot be responsible anyway of any violation of the authors' copyrights.

Any lucrative use without permission of the copyrights' owner may expose the user to legal follow-up.



Lygn

I.N.E.S.S.M
Centre Bio-Médical
Dergana

Série d'exercices N°5

I - Thermochimie

Exercice 1 :

- Quelle est la valeur de la constante des gaz parfaits (R) sachant qu'une mole de gaz parfait occupe un volume de 22,4 litre sous la pression d'une atmosphère et à 0°C ?
- Donner le résultat en J.atm/K.mol, en J/K.mol et en cal/K.mol.

Exercice 2 :

L'hydrolyse du saccharose (réaction catalysée par une enzyme) peut s'écrire :



Calculer la variation d'enthalpie qui accompagne cette réaction

Données :

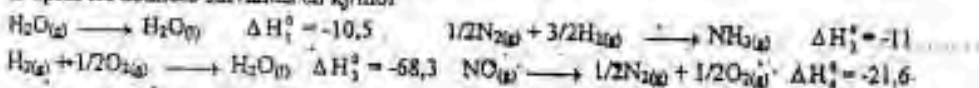
Composé	Saccharose	Glucose	Fructose	H ₂ O
ΔH_f° (kJ/mol)	-2236,9	-1268,9	-1258,0	-285,8

Exercice 3 :

Calculer la chaleur de la réaction suivante à pression constante (1atm) et à 298 K : (méthode du cycle et des combinaisons linéaires)

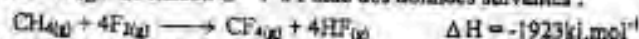


D'après les données suivantes en kJ/mol



Exercice 4 :

Calculer l'énergie de liaison C—F à l'aide des données suivantes :



Dans les mêmes conditions de T et P

On donne : $\Delta H_{\text{C-H}} = -412,6 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_{\text{H-F}} = -562,6 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_{\text{F-F}} = -153,0 \text{ kJ/mol}$

Exercice 5 :

1. Ecrire la réaction de formation du méthanol $\text{CH}_3\text{OH}(g)$ à 298K.

2. Calculer l'enthalpie standard de vaporisation du méthanol

Données à P = 1atm, T = 298K $\Delta H_{\text{sub}}^\circ(\text{C}) = 713 \text{ kJ/mol}$ $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH}) = -239 \text{ kJ/mol}$

Liaison	H—H	O—O	C—O	C—H	O—H
ΔH° (kJ/mol)	-436	-498	-351	-414	-456

3. Déterminer la chaleur à volume constant de la réaction de la question 1

4. Calculer la capacité calorifique de $\text{CH}_3\text{OH}(g)$

$R = 8,32 \text{ J/K.mol}$

On donne : $\Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{OH})$ à 328K = -238 kJ/mol

Elément	C _(s)	H _{2(g)}	O _{2(g)}
Capacité calorifique (J/K.mol)	8,56	20,59	20,93

Exercice 6 :

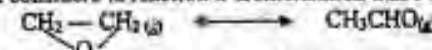
La réaction de combustion de l'éthanal (CH_3CHO) liquide, à 298K, dégage une énergie de 1165 kJ à pression constante.

- Ecrire la réaction de combustion
- calculer les enthalpies standard de formation de l'éthanal gazeux et de l'oxyde d'éthylène gazeux $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ sachant que :

$$\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) = -285,5 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{CHO}) = 20,4 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ(\text{CH}_2=\text{CH}_2) = -94 \text{ kJ/mol} \quad \Delta H_f^\circ(\text{CH}_2-\text{CH}_2) = 28,5 \text{ kJ/mol}$$

- On considère la réaction d'isomérisation à 298 K :

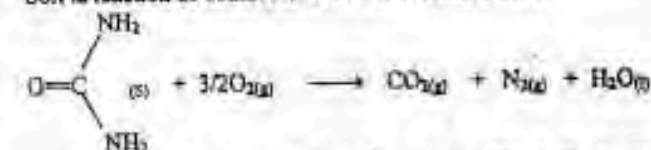


Quel sens la réaction d'isomérisation se produit-elle spontanément

$$\Delta S_f^\circ(\text{CH}_3\text{CHO}) = -108,3 \text{ J/K.mol} \quad \Delta S_f^\circ(\text{CH}_2=\text{CH}_2) = -130,8 \text{ J/K.mol}$$

Exercice 7 :

Soit la réaction de combustion de l'urée solide à 298K.



- Calculer l'enthalpie standard de formation ΔH_f° de l'urée solide, sachant que les enthalpies standards de combustion dégagées sont les suivantes :
L'urée : 634 kJ ; $\text{CO}_2(g)$: 395 kJ ; $\text{H}_2\text{O}(g)$: 286 kJ
- Calculer l'enthalpie de formation de l'urée solide à 298K, sachant que l'enthalpie libre de combustion de l'urée solide $\Delta G_{\text{comb}}^\circ(\text{urée}) = -677 \text{ kJ}$.

On donne :

	$\text{CO}_2(g)$	$\text{N}_2(g)$	$\text{H}_2\text{O}(g)$	$\text{O}_2(g)$
S_f° (J.K ⁻¹ .mol ⁻¹)	213	191	70	205

- Calculer l'enthalpie de sublimation de l'urée solide.
- Déterminer l'enthalpie standard de formation de l'urée gazeuse.

On donne :

	N—H	C—N	O=O	N=N	C=O	H—H
$\Delta H_{\text{liq}}^\circ$ (KJ.mol ⁻¹)	-391	-304	-497	-946	-744	-435

L'enthalpie standard de sublimation du C graphite $\Delta H_{\text{sub}}^\circ(\text{C}_{(s)}) = 713 \text{ KJ.mol}^{-1}$

Thermochimie:

Série d'exercice N°5:

Exo ①:

→ Déterminer R :

(A) - en $\text{l} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$:

$$PV = nRT \Rightarrow R = \frac{PV}{nT}$$

$$V = 22,4 \text{ l} ; P = 1 \text{ atm} ; T = 273 \text{ K} \\ n = 1 \text{ mole}$$

Donc : $R = 0,082 \text{ l} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$

(B) - en $\text{J} / \text{K} \cdot \text{mol}$:

$1 \text{ J} = \text{Pa} \cdot \text{m}^3$

"P" en Pascal $\rightarrow 1 \text{ atm} = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$

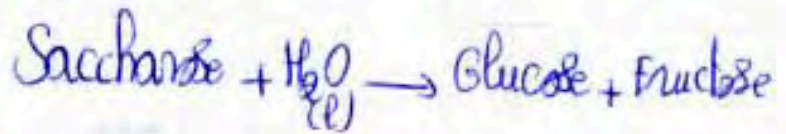
"V" en m^3 $\rightarrow V = 22,4 \times 10^{-3} \text{ m}^3$

$R = 8,31 \text{ J} / \text{K} \cdot \text{mol}$

(C) - en $\text{cal} / \text{K} \cdot \text{mol}$:

$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$

$R \approx 2 \text{ cal} / \text{K} \cdot \text{mol}$

Exo(2) =

• Le calcul de la variat^{on} d'enthalpie qui accompagne cette réaction = (en appliquant la loi de Hess).

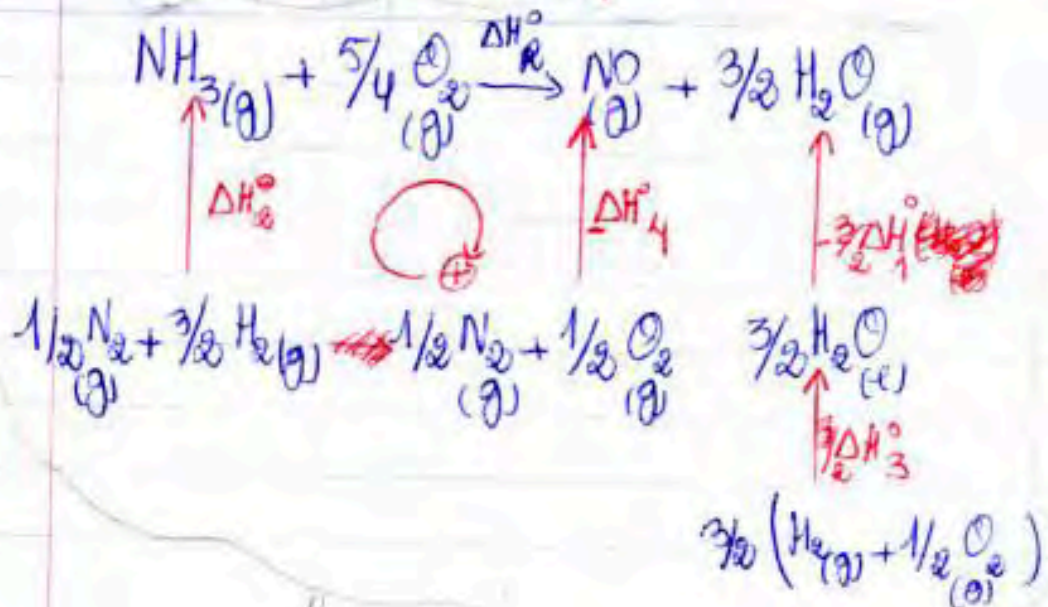
$$\Delta H_R^\circ = [\Delta H_f^\circ(\text{Glucose}) + \Delta H_f^\circ(\text{Fructose})] - [\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H_f^\circ(\text{Saccharose})]$$

$$\Delta H_R^\circ = -4,2 \text{ K J/mole}$$

La rx est exothermique (libère de la chaleur)

Exo(3) =

Méthode du cycle



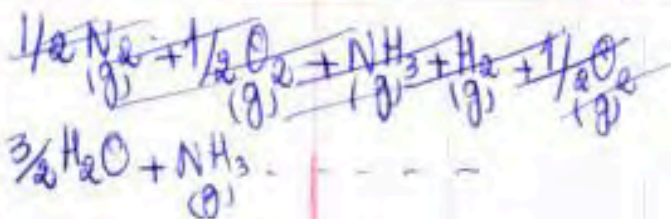
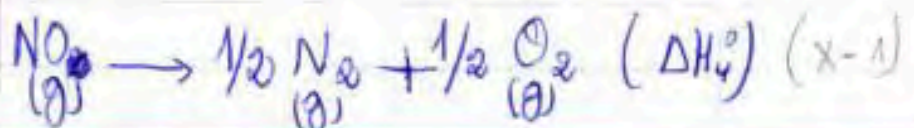
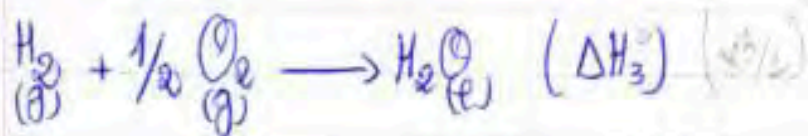
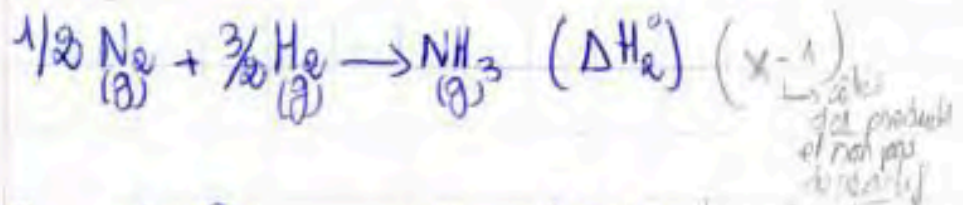
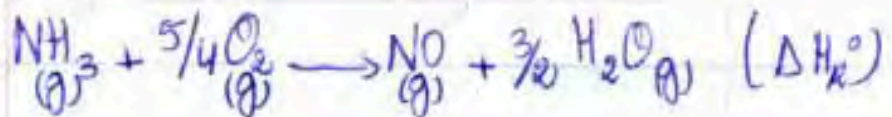
Sachant que :

$$\Delta H_R^\circ + \Delta H_Q^\circ - \Delta H_Y^\circ - \frac{3}{2}\Delta H_1^\circ + \frac{3}{2}\Delta H_3^\circ = 0$$

Donc : $\Delta H_R^\circ = \Delta H_Y^\circ + \Delta H_1^\circ - \Delta H_3^\circ - \Delta H_Q^\circ$

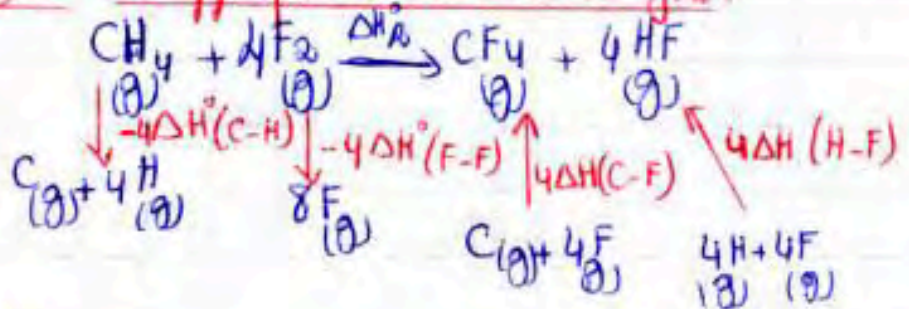
$$\Delta H_R^\circ = -541 \text{ kJ} \leftarrow \Delta H_R^\circ = -\Delta H_Q^\circ - \Delta H_Y^\circ + \frac{3}{2}\Delta H_3^\circ - \frac{3}{2}\Delta H_1^\circ$$

Méthode de combinaisons linéaires :



en sommant
la réaction

Exo(4) = On applique la méthode du cycle :



sachant que :

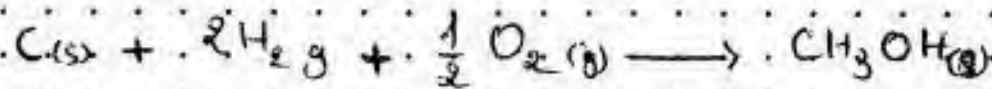
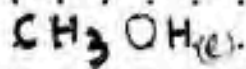
$$\Delta H_R^\circ = -4\Delta H^\circ(\text{C-H}) - 4\Delta H^\circ(\text{F-F}) + 4\Delta H^\circ(\text{C-F}) + 4\Delta H^\circ(\text{H-F})$$

$$\Delta H^\circ(\text{C-F}) = \frac{1}{4} [\Delta H_R^\circ + 4\Delta H^\circ(\text{C-H}) + 4\Delta H^\circ(\text{F-F}) - 4\Delta H^\circ(\text{H-F})]$$

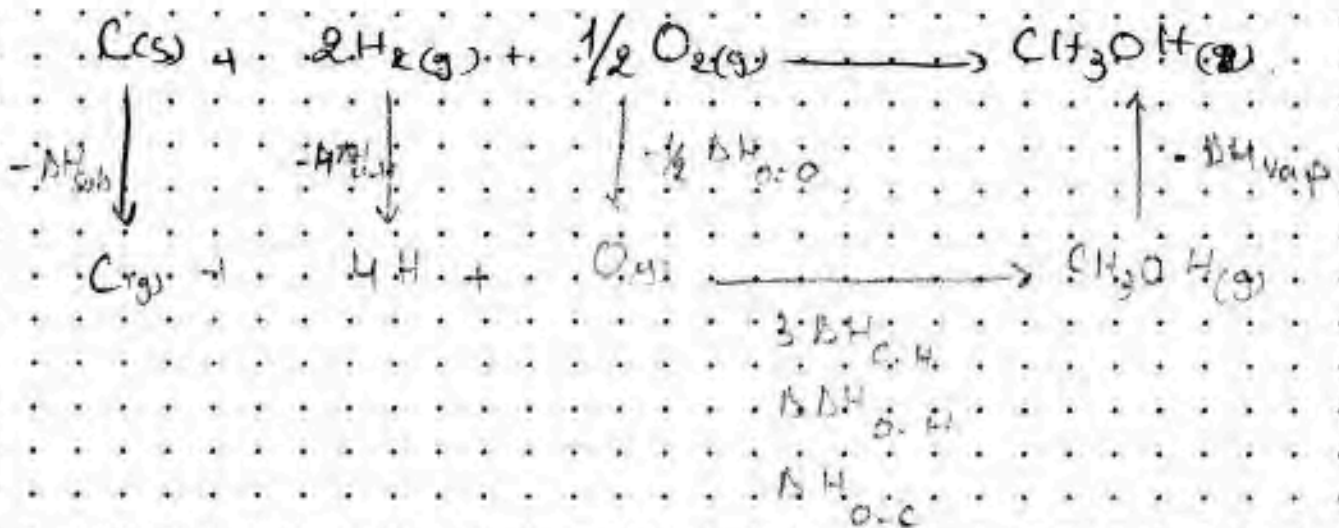
$$\Delta H^\circ(\text{C-F}) = -485,75 \text{ K.J / mole}$$

Exercice 5:

1/. Reactions de formation du methanol:



2/. Calcule de l'enthalpie standard de vaporisation du methanol:



$$\Delta H_{\text{f}}^{\circ} = \Delta H_{\text{r}}^{\circ} = -\Delta H_{\text{sub}} - 4\Delta H_{\text{H-H}} - \frac{1}{2}\Delta H_{\text{O=O}} + 3\Delta H_{\text{C-H}} + \Delta H_{\text{O-H}} + \Delta H_{\text{O=C}} - \Delta H_{\text{vap}}$$

$$\Delta H_{\text{vap}} = -\Delta H_{\text{sub}} - 4\Delta H_{\text{H-H}} - \frac{1}{2}\Delta H_{\text{O=O}} + 3\Delta H_{\text{C-H}} + \Delta H_{\text{O-H}} + \Delta H_{\text{O=C}} - \Delta H_{\text{f}}^{\circ}$$

$$= -71 + 436 + 249 + 1242 - 456 - 351 + 239$$

$$= 1288 \text{ kJ/mol}$$

3/. ~~$\Delta H = nRT$~~

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

$$\Delta n = -\frac{1}{2} - 2 = -\frac{1}{2} - \frac{4}{2} = -\frac{5}{2}$$

$$\Delta U = -\Delta H + \Delta nRT$$

$$= +239 + -\frac{5}{2} (8,314 \times 10^{-3}) (298)$$

$$\boxed{\Delta H = 232,891 \text{ kJ}}$$

41- La capacité calorifique de CH_3OH :

Loi de Kirchhoff:

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 + \Delta C_p (T_2 - T_1)$$

$$\Delta C_p = \frac{\Delta H_2 - \Delta H_1}{T_2 - T_1} = \frac{-238 + 239}{(328 - 298)}$$

$$= \frac{1}{30} \text{ kJ}$$

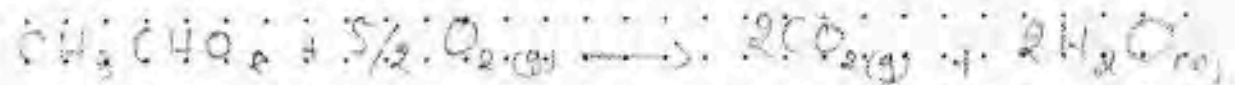
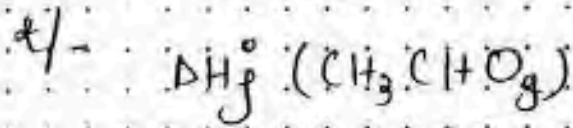
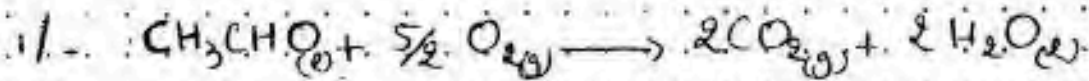
$$\Delta C_p = \Delta C_p^{\text{CH}_3\text{OH}} - \left(\frac{1}{2} C_p \text{O}_2 + 2 C_p \text{H}_2 + C_p \text{C} \right)$$

$$C_p(\text{CH}_3\text{OH}) = \Delta C_p + \frac{1}{2} C_p \text{O}_2 + 2 C_p \text{H}_2 + C_p \text{C}$$

$$= 60,238 \text{ J/K.mol}$$

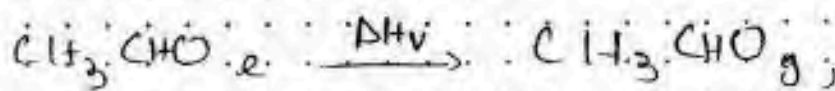
Papier Pointé 5 mm

Exercice 6:



$$\Delta H_r^\circ = 2\Delta H_f^\circ(\text{CO}_{2(g)}) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{CHO}_{(g)})$$

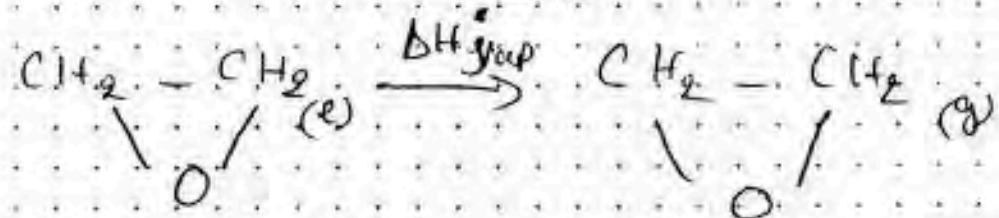
$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{CHO}_{(g)}) &= 2\Delta H_f^\circ(\text{CO}_{2(g)}) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}_{(g)}) - \Delta H_r^\circ \\ &= -393 \times 2 - 2(285) + 1165 \\ &= -191 \text{ kJ} \end{aligned}$$



$$\Delta H_v = \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{CHO}_{(g)}) - \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{CHO}_{(l)})$$

$$\begin{aligned} \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{CHO}_{(g)}) &= \Delta H_{vap} + \Delta H_f^\circ(\text{CH}_3\text{CHO}_{(l)}) \\ &= -191 + 30,4 \end{aligned}$$

$$\Delta H_f^\circ = -160,6 \text{ kJ}$$



$$\Delta H_{vap} = \Delta H_f^\circ(g) - \Delta H_f^\circ(liq)$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{vap} &= \Delta H_{vap} + \Delta H_{f,liq} = 28,5 - 94 \\ &= -65,5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

3/-, hahaha - ce n'est pas un poumon d'auril:

1st React — spontané $\rightarrow \Delta G > 0$.

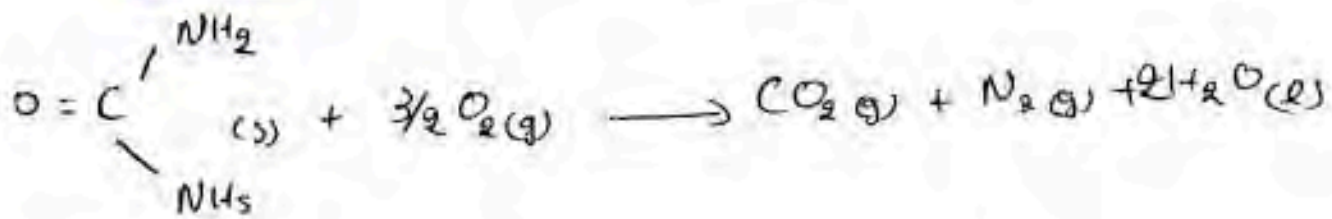
$$\Delta G > 0 \rightarrow \Delta H > T\Delta S$$

$$\begin{aligned}\Delta H &= \Delta H_f(\text{CH}_3\text{CHO g}) - \Delta H_f(\text{CH}_3\text{CHO l}) \\ &= -160,6 + 65,5 = -95,1 \text{ kJ}.\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\Delta S &= \Delta S_g - \Delta S_l \\ &= \Delta S_g - 109,3 + 130,8 \\ &= 22,5 \text{ kJ}.\end{aligned}$$

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

7:

Exo(7) =

1. L'enthalpie standard de formation

$$\Delta H_R^\circ = \Delta H_f^\circ \text{CO}_2 + \Delta H_f^\circ \text{N}_2 + 2\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{Urea} - \frac{3}{2} \Delta H_f^\circ \text{O}_2 (\text{g})$$

$$\Delta H_f^\circ \text{CO}_2 = \Delta H_{\text{comb}}^\circ (\text{C})$$

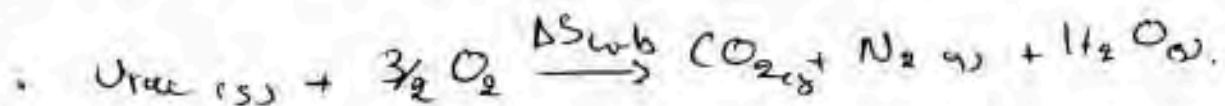
$$\Delta H_f^\circ \text{H}_2\text{O} = \Delta H_{\text{vap}}^\circ (\text{H}_2\text{O})$$

$$\Delta H_{\text{comb}}^\circ (\text{C}) = \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{CO}_2 + \Delta H_{\text{f}}^\circ \text{H}_2\text{O} - \Delta H_f^\circ \text{C}$$

$$= -395 - 286 + 634$$

$$= -47 \text{ kJ/mol} = -333 \text{ kJ/mol}$$

$$2/- \quad \Delta G_{\text{comb}} = \Delta H_{\text{comb}} - \Delta S_{\text{comb}} T$$



$$\Delta S_{\text{comb}} = 2S_{\text{f}} \text{H}_2\text{O} + S_{\text{f}} \text{N}_2 + S_{\text{f}} \text{CO}_2 - S_{\text{f}} \text{Urea} - \frac{3}{2} S_{\text{f}} \text{O}_2$$

$$\rightarrow \Delta S_{\text{comb}} = \Delta H_{\text{comb}} - \Delta G_{\text{comb}} / T$$

$$= -634 + 677 \text{ kJ/mol} / 7$$

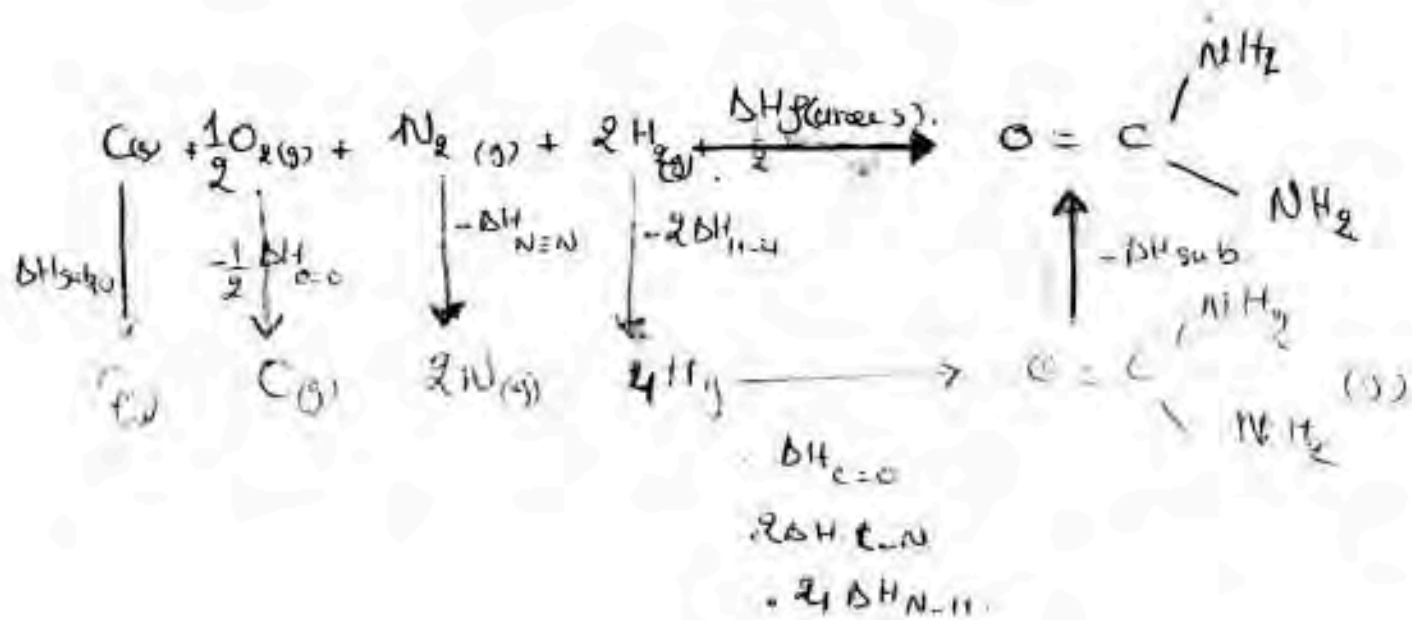
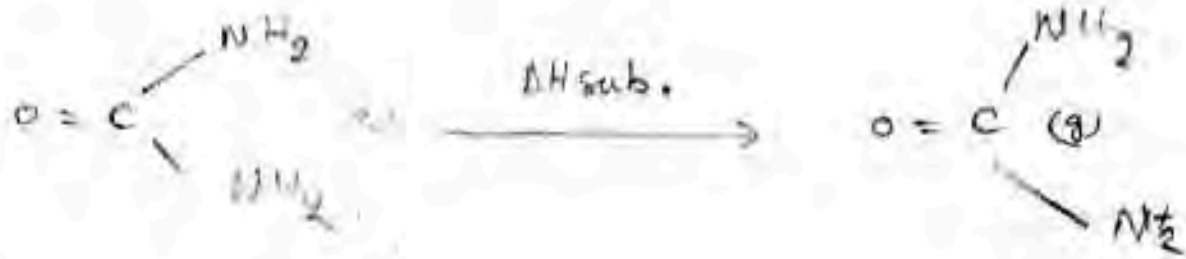
$$= 43 / 298$$

$$= 0,144 \text{ kJ/mol}$$

$$= 144 \text{ J/mol}$$

$$\Delta S_{\text{f}} \text{Urea} = 2\Delta S_{\text{f}} \text{H}_2\text{O} + \Delta S_{\text{f}} \text{N}_2 + \Delta S_{\text{f}} \text{CO}_2 - \frac{3}{2} \Delta S_{\text{f}} \text{O}_2 - \Delta S_{\text{comb}}$$

$$= 270 + 191 + 213 - 205 = 144 \text{ J/mol}$$



$$\Delta H_{\text{gen}(s)} = \Delta H_{\text{subc}} - \frac{1}{2} \Delta H_{\text{O}=\text{O}} - \Delta H_{\text{N}\equiv\text{N}} - 2 \Delta H_{\text{H}-\text{H}} + \Delta H_{\text{C}=\text{O}} + 2 \Delta H_{\text{C}-\text{N}} + 2 \Delta H_{\text{N}-\text{H}}$$